**Extra opgaven elektrolyse**

**Opgave 1**

Geef van de volgende elektrolysereacties steeds: de halfreactie die optreedt aan de positieve elektrode, de halfreactie die optreedt aan de negatieve elektrode en de totale reactie:

1. ijzer(II)bromideoplossing met koolstofelektroden
2. kopersulfaatoplossing en platinalektroden
3. een mengsel van joodwater en kaliumjodide en zilverelektroden
4. natriumsulfaatoplossing en koolstofelektroden

**Opgave 2**

Sjakie elektrolyseert een oplossing van kaliumfluoride met koperelektroden. Hierbij ontstaat een neerslag. Geef de vergelijking van de neerslagreactie.

**Opgave 3**

Sjakeline wil een aluminiumlaagje aanbrengen op een ijzeren plaat. Leg uit hoe ze dit mbv elektrolyse kan doen.

**Opgave 4**

a. Bereken hoeveel gram zink ontstaat bij de elektrolyse van zinksulfaatoplossing als je 10 minuten elektrolyseert met een gemiddelde stroomsterkte van 200 mA. 1 A = 1 C/s. Gebruik verder nog een gegeven uit tabel 7 van binas.

b. Bereken hoeveel mL waterstof ontstaat (T=298 K) als je 1,0 M zwavelzuur 30 minuten elektrolyseert met een gemiddelde stroomsterkte van 300 mA.

**Antwoorden extra opgaven elektrolyse**

**Opgave 1**a +pool sterkste red 2 Br- 🡪 Br2 + 2 e-  
  -pool sterkste ox Fe2+ + 2 e- 🡪 Fe  
totaal Fe2+ + 2 Br- 🡪 Fe + Br2  
b +pool sterkste red 2 H2O 🡪 O2 + 4 H+ + 4 e-  
  -pool sterkste ox Cu2+ + 2 e- 🡪 Cu x 2   
totaal 2 H2O + 2 Cu2+ 🡪 2 Cu + O2 + 4 H+   
c I2 is de sterkste oxidator en I- is de sterkste reductor, dus jood wordt omgezet in jodide en jodide in jood, er verandert daardoor netto niks. (De op een na sterkste oxidator en reductor zullen ook een beetje gaan reageren.)  
d +pool sterkste red 2 H2O 🡪 O2 + 4 H+ + 4 e-  
  -pool sterkste ox 2 H2O + 2 e- 🡪 H2 + 2 OH- x2  
totaal 6 H2O 🡪 O2 + 4 H+ + 4 OH- + 2 H2

4 H+ + 4 OH- 🡪 4 H2O, die kun je dan weer wegstrepen tegen 4 H2O voor de pijl.

Dus : 2 H2O 🡪 2 H2 + O2, dit is de elektrolyse van water.  
  
**Opgave 2**  
+pool sterkste red Cu 🡪 Cu2+ + 2 e-  
-pool sterkste ox 2 H2O + 2 e- 🡪 H2 + 2 OH-  
Het Cu2+ en 2 OH- vormen volgens tabel 45A een slecht oplosbaar zout:  
Cu2+ + 2 OH- 🡪 Cu(OH)2  
  
**Opgave 3**  
Doe elektrolyse waarbij de ijzeren plaat de negatieve elektrode is. gebruik een   
aluminiumsulfaat oplossing. Het Al3+ reageert dan als oxidator bij de negatieve   
elektrode: Al3+ + 3 e- 🡪 Al. Zo wordt het ijzer bedekt met een laagje aluminium.  
  
**Opgave 4**  
a 0,200 C/s x 600 s = 120 C  
  tabel 7 constante van Faraday 9,6485x104 C per mol elektronen

120 / (9,6485x104) = 1,24x10-3 mol elektronen

Zn2+ + 2 e- 🡪 Zn

dus 1,24x10-3/2=6,22x10-4 mol zink

6,22x10-4 mol x 65,38 g/mol =0,041 gram zink

b. 1800 s x 0,300 C/s=540 C

540 / (9,6485x104) =5,60x10-3 mol elektronen

ox 2 H+ + 2 e- 🡪 H2 (SO42- uit zwavelzuur doet volgens de voetnoot van tabel 48 alleen mee in warm en geconcentreerd zwavelzuur)

er ontstaat dus 5,60x10-3/2=2,80x10-3 mol H2

dat komt overeen met 2,80x10-3 mol x 24,5 L/mol=0,069 L = 69 mL waterstof.